

CM4 : VERS DES ENTITES PLUS STABLES QUE LES ATOMES

1/ Gaz nobles et stabilité

Les gaz nobles ont 8 électrons de valence (sauf l'hélium qui en a 2), ce qui leur confère

2/ Stabilisation des atomes par formation d'ions

a/ Les ions monoatomiques

Un ion monoatomique est

Si l'atome perd des électrons, on forme un (chargé positivement) et si l'atome gagne des électrons, on forme un (chargé négativement).

Exemple : Lorsque l'atome de magnésium perd 2 électrons, il se forme le cation Mg^{2+} . L'anion iodure I^- est obtenu lorsque l'atome d'iode gagne 1 électron.

b/ Règle de stabilité

Les atomes peuvent se stabiliser

Pour cela, ils perdent ou gagnent des électrons de valence et forment des ions monoatomiques.

Remarque : L'hydrogène ($Z=1$) est une exception, il ne respecte pas systématiquement la règle de stabilité donnée ci-dessus car il peut former le cation H^+ mais également l'anion H^- .

Exemple : Prévoir la charge portée par les ions suivant : lithium ($Z=3$), fluorure ($Z=9$) et béryllium ($Z=4$).

Ion lithium :

Ion fluorure :

Ion béryllium :

c/ Composés ioniques

.....
.....
.....
.....

La formule d'un composé ionique est établie en écrivant les symboles des cations, puis ceux des anions avec en indice le plus petit nombre entier de chacun d'entre eux (sauf s'il est égal à 1), afin que la charge globale soit nulle.

Exemples :

Le chlorure de sodium $NaCl$, est un composé ionique formé par l'association de cations Na^+ et d'anions Cl^- en même nombre.

Le fluorure de calcium CaF_2 est un composé ionique résultant de l'association des cations Ca^{2+} et d'anions F^- deux fois plus nombreux.

A l'état solide, ces ions forment un réseau régulier dont la charge totale est nulle. Ce réseau est démantelé lorsque le composé ionique est dissous dans un solvant ; la solution obtenue est électriquement neutre.

2/ Stabilisation des atomes par formation de molécules

a/ Définition

Pour se stabiliser, les atomes peuvent aussi s'associer en formant des molécules. Une molécule est

A chaque molécule est associé et

La formule brute d'une molécule indique la nature et le nombre des atomes qui la constituent.

Exemple : Le paracétamol a pour formule brute $C_8H_9O_2N$: cette molécule se compose donc de 8 atomes de carbone, 9 atomes d'hydrogène, 2 atomes d'oxygène et 1 seul atome d'azote.

b/ La liaison covalente

Au sein des molécules, les atomes s'associent entre eux en formant des également appelés

Un doublet liant entre deux atomes correspond à

Il existe trois types de liaisons covalentes :

Type de liaison covalente	Nombre d'électrons mis en commun entre les deux atomes liés	Représentation	Exemple
Simple (= un doublet liant)		–	dihydrogène (H_2) H-H
Double (= deux doublets liants)		=	dioxyde de carbone (CO_2) O=C=O
Triple (= trois doublets liants)		≡	diazote (N_2) N≡N

c/ Schéma de Lewis des molécules

A partir de la formule brute d'une molécule, on peut envisager une autre formule plus explicite : le schéma de Lewis.

- Nombre de doublets liants établies par un atome: il est égal au

- Doublets non liants d'un atome : Les électrons externes non engagés dans une liaison se regroupent deux par deux en doublets non liants localisés autour de l'atome. Les doublets non-liants sont représentés par des tirets placés à côté des atomes qui les portent.

Atome	Numéro atomique	Structure électronique	Electrons externes	Nombre de doublets liants	Nombre de doublets non-liants	Représentation
H	Z=1					
O	Z=8					
N	Z=7					
C	Z=6					

- Schéma de Lewis : Il fait apparaître l'ensemble des atomes présents dans une molécule ainsi que tous les électrons externes de ces atomes. Tous les doublets liants et non-liants des atomes sont donc représentés.

Etapes Exemples	1. Retrouver le nombre de de doublets liants et non-liants de chaque atome constituant la molécule.	2. Dessiner les atomes, reliés entre eux de telle sorte que chaque atome forme le bon nombre de doublets liants.	3. Compléter avec les doublets non-liants des atomes qui en possèdent
Ammoniac NH₃	N : 3 doublets liants + 1 doublet non-liant H : 1 doublet liant		
Dioxygène O₂	O : 2 doublets liants + 2 doublets non-liants		
Dioxyde de carbone CO₂	C : 4 doublets liants O : 2 doublets liants + 2 doublets non-liants		

d/ Energie de liaison

Une molécule A-B est plus stable que les atomes A et B pris isolément.

.....

.....

.....

JE DOIS SAVOIR :



- Établir le lien entre stabilité chimique et configuration électronique de valence d'un gaz noble.
- Déterminer la charge électrique d'ions monoatomiques courants à partir du tableau périodique.
- Nommer les ions : H⁺, Na⁺, K⁺, Ca²⁺, Mg²⁺, Cl⁻, F⁻ ; écrire leur formule à partir de leur nom.
- Décrire et exploiter le schéma de Lewis d'une molécule pour justifier la stabilisation de cette entité, en référence aux gaz nobles, par rapport aux atomes isolés ($Z \leq 18$).
- Associer qualitativement l'énergie d'une liaison entre deux atomes à l'énergie nécessaire pour rompre cette liaison.